

M4 - RÓWNOWAGI W ROZTWORACH WODNYCH

Zagadnienia omawiane w ćwiczeniu:

- stopień dysocjacji; prawo rozcieńczeń Ostwalda – zależność stopnia dysocjacji od stężenia;
- roztwory buforowe; zasada działania buforu – reakcje równowagowe ustalające się w roztworze buforowym;
- teoretyczna zależność pH od składu roztworu buforowego (należy wyprowadzić tą zależność na podstawie stałej reakcji równowagi ustalającej się w roztworze buforowym);
- pojemność buforowa oraz czynniki wpływające na nią;
- wpływ rozcieńczania roztworu buforowego na jego pH.
- sprzęt laboratoryjny – elektroda szklana zespolona (budowa), elektroda kalomelowa, pH-metr, miliwoltomierz;
- pomiar pH roztworu oraz siły elektromotorycznej ogniwa;
- wyznaczanie aktywności jonów metalu w roztworze na podstawie pomiarów siły elektromotorycznej.

Ćwiczenie 1 - Wpływ stężenia słabego elektrolitu na stopień dysocjacji

Zmierzyć, przy użyciu pehametru, pH poniższych roztworów:

- 0,100 M CH₃COOH;
- 0,050 M CH₃COOH;
- 0,010 M CH₃COOH;
- 0,001 M CH₃COOH.

Roztwory kwasu octowego o stężeniach: 0,050 M, 0,01 M, 0,001 M sporządzić poprzez rozcieńczanie kwasów o wyższym stężeniu. Proszę przygotować 50,0 cm³ każdego z roztworów.

Uwaga: należy zachować kolejność pomiarów: od roztworu o najmniejszym stężeniu do roztworu o największym stężeniu. Wyniki zanotować w tabeli.

Na podstawie uzyskanych wartości pH oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego w badanych roztworach. Wyznacz stałą dysocjacji kwasu octowego. Sformułuj wnioski.

Ćwiczenie 2 - Wpływ rozcieńczania na pH buforu

Zmierzyć przy użyciu pehametru pH roztworów uzyskanych w wyniku rozcieńczania wodą buforu mrówczanowego o pH około 3,5. W tym celu do pięciu zlewek o pojemności 25 cm³ wlać następujące ilości roztworu buforowego i wody, odmierzane za pomocą cylindra miarowego:

Nr zlewki	Objętość buforu [cm ³]	Objętość wody [cm ³]	pH roztworu
1	40	0	
2	20	20	
3	10	30	
4	4	36	
5	1	39	

Oblicz w jakim stosunku objętościowym zmieszane są roztwory 0,1 M HCOOH oraz 0,1 M HCOONa w badanym buforze mrówczanowym ($pK_a \text{ HCOOH} = 3,77$). Na podstawie uzyskanych wyników sformułuj wnioski o wpływie rozcieńczenia na pH roztworu buforowego.

Ćwiczenie 3 - Pojemność buforowa

Wykorzystując roztwory 0,1 M CH₃COOH oraz 0,1 M CH₃COONa sporządzić po 100 cm³ trzech roztworów buforowych o teoretycznych wartościach pH wynoszących około 4,2, 4,7 oraz 5,2 (pK_a CH₃COOH = 4,76). Przygotowując roztwory buforowe odczynniki należy odmierzać za pomocą cylindra miarowego.

Pobrać za pomocą pipety miarowej 25,0 cm³ pierwszego z przygotowanych roztworów buforowych i zmierzyć jego pH za pomocą pehametru (po wcześniejszym wykalibrowaniu na wzorcowe roztwory buforowe pH=7,00 oraz pH=4,00). Następnie do tego roztworu dodać 5,0 cm³ roztworu 0,1 M HCl odmierzonego za pomocą pipety miarowej, wymieszać i zmierzyć pH otrzymanego roztworu. Pobrać kolejną porcję 25,0 cm³ tego samego roztworu buforowego i zmierzyć jego pH. Po czym dodać 5,0 cm³ roztworu 0,1 M NaOH, wymieszać i zmierzyć pH otrzymanego roztworu. Analogiczne badania wykonać dla dwóch pozostałych roztworów buforowych. Wyniki zapisać w tabeli.

$$\beta = -\frac{\Delta n_{kw}}{\Delta pH} \quad \text{oraz} \quad \beta = \frac{\Delta n_{zas}}{\Delta pH}$$

Oblicz pojemność buforową badanych roztworów. Sformułuj wnioski.

Ćwiczenie 4 - Badanie równowagi kompleksowania jonów srebra

Przedmiotem ćwiczenia jest porównanie zdolności kompleksujących wybranych ligandów – NH₃ oraz S₂O₃²⁻ – w stosunku do kationu Ag⁺.

Do zlewki o pojemności 150 cm³ wlać przy użyciu pipety półautomatycznej 5,0 cm³ roztworu 0,1 M AgNO₃ a następnie 45,0 cm³ roztworu 2 M NaNO₃. Całość dokładnie wymieszać. W roztworze umieścić elektrodę srebrową i kalomelową pamiętając o tym, że elektrody muszą być przed pomiarem dokładnie umyte wodą destylowaną przy użyciu tryskawki. Po ustaleniu wskazań miliwoltomierza (około 1 min.) odczytać wartość różnicy potencjałów elektrycznych ogniwa. Następnie pomiary wykonać po dodaniu roztworu 2 M NH₃·H₂O – pierwszego czynnika kompleksującego. Kolejne porcje roztworu odmierzać za pomocą pipety półautomatycznej, pamiętając o dokładnym wymieszaniu roztworów i odczekaniu około 1 minuty przed odczytem wartości z miliwoltomierza. W poniższej tabeli podano objętości roztworów, jakie należy kolejno dodawać:

Roztwór czynnika kompleksującego	Objętości kolejnych porcji roztworów [cm ³]						Całkowita objętość roztworów [cm ³]
	1	2	3	4	5	6	
2M NH ₃ ·H ₂ O	2,0	3,0	5,0	5,0	5,0	5,0	25,0
2M Na ₂ S ₂ O ₃	1,0	2,0	2,0	5,0	5,0	10,0	25,0

Po dodaniu całej wymaganej ilości amoniaku należy przygotować nowy roztwór AgNO₃ w roztworze podstawowym NaNO₃ i wykonać następną serię pomiarów z roztworem tiosiarczanu(VI) sodu.

Na podstawie otrzymanych wyników narysuj wykres zależności różnicy potencjałów elektrycznych ogniwa E w funkcji stężenia ligandu i porównaj zdolność kompleksowania jonów Ag⁺ przez badane czynniki kompleksujące. Zakładając, że potencjał dyfuzyjny jest równy zero, oszacuj aktywność jonów Ag⁺ w roztworze podstawowym bez czynnika kompleksującego i po dodaniu całej jego ilości.

Wyznacz wartości stałych trwałości kompleksów β_2 dla obu kompleksów. W obliczeniach przyjmij, że w temperaturze 25 °C potencjał standardowy elektrody srebrowej $E^0 = +799 \text{ mV}$, a potencjał nasyconej elektrody kalomelowej $E_{kal} = +244 \text{ mV}$.